

CLASSE : Terminale

VOIE :  Générale

DURÉE DE L'EXERCICE : 1h45

EXERCICE 1 : 11 points

ENSEIGNEMENT DE SPÉCIALITÉ : PHYSIQUE-CHIMIE

CALCULATRICE AUTORISÉE :  Oui « type collègue »

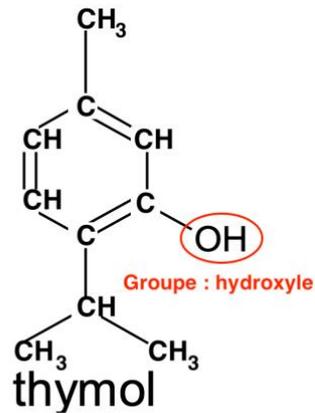
### EXERCICE 1 Vers le bleu de thymol

#### 1. Extractions successives

Q1.

Formule semi-développée du thymol :

Groupe : hydroxyle



Q2.

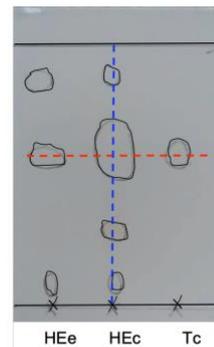
Schéma de Lewis de l'ion thymolate :



Q3.

Le dépôt HEc (huile essentielle obtenue expérimentalement) donne 4 taches : c'est donc un mélange. Une des taches est au même niveau que la tache correspondant au dépôt TC (Thymol du commerce) : l'huile essentielle obtenue expérimentalement qui contient du thymol.

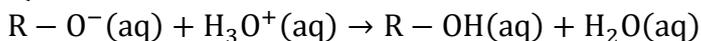
Ainsi, l'huile essentielle obtenue expérimentalement est un mélange qui contient du thymol.



- Dépôt HEe : huile essentielle obtenue expérimentalement ;
- Dépôt HEc : huile essentielle commerciale de thym ;
- Dépôt Tc : thymol du commerce

Figure 2. Chromatogramme obtenu

Q4.



Remarque : l'acide chlorhydrique est un acide fort, la réaction est totale d'où la fleche simple dans l'équation.

Q5.

Au cours du protocole d'extraction du thymol, on ajoute de l'hexane.

Selon les données :

- L'hexane est un solvant organique de densité  $d=0,66$  et non miscible à l'eau.
- La solubilité du thymol est faible dans l'eau et forte dans les solvants organiques.

Ainsi, le thymol se trouve dans l'hexane (phase organique) qui est au-dessus de la phase aqueuse car sa densité est inférieure à celle de l'eau.

**Q6.****Méthode 1 :**

D'après les données : Après évaporation du solvant, on obtient des cristaux dont la masse correspond à 31 % de la masse de thymol présent initialement dans l'huile essentielle.

$$P_1 = \frac{m_{\text{thymol}}}{m_{\text{thymol ini}}}$$

$$P_1 \times m_{\text{thymol ini}} = m_{\text{thymol}}$$

$$m_{\text{thymol ini}} = \frac{m_{\text{thymol}}}{P_1}$$

$$m_{\text{thymol ini}} = \frac{1,0}{0,31}$$

$$m_{\text{thymol ini}} = 3,2 \text{ g}$$

D'après les données : Le pourcentage massique moyen en thymol de l'huile essentielle de thym est de 53 %.

$$P_2 = \frac{m_{\text{thymol ini}}}{m_{\text{huile}}}$$

$$P_2 \times m_{\text{huile}} = m_{\text{thymol ini}}$$

$$m_{\text{huile}} = \frac{m_{\text{thymol ini}}}{P_2}$$

$$m_{\text{huile}} = \frac{3,2}{0,53}$$

$$m_{\text{huile}} = 6,0 \text{ g}$$

D'après les données : le traitement d'un échantillon de 100 g de thym d'origine française permet d'obtenir au maximum 2 g d'huile essentielle de thym.

100 g de thym	2 g d'huile essentielle de thym
m de thym	6,0 g d'huile essentielle de thym

$$m_{\text{thym}} = \frac{6,0 \times 100}{2}$$

$$m_{\text{thym}} = 300 \text{ g}$$

Ainsi, la masse de plante de thym à utiliser pour obtenir 1 g de thymol vaut près de 300 g.

**Méthode 2 :**

D'après les données :

- Le traitement d'un échantillon de 100 g de thym d'origine française permet d'obtenir au maximum 2 g d'huile essentielle de thym.
- Le pourcentage massique moyen en thymol de l'huile essentielle de thym est de 53 %.

Ainsi, dans 100 g de thym, il y a :

$$m_{\text{thymol}} = 0,53 \times 2,0 = 1,06 \text{ g de thymol}$$

D'après les données : Après évaporation du solvant, on obtient des cristaux dont la masse correspond à 31 % de la masse de thymol présent initialement dans l'huile essentielle.

Ainsi, dans 100 g de thym, il y a :

$$m_{\text{thymol extrait}} = 0,31 \times m_{\text{thymol}} = 0,31 \times 1,06 = 0,33 \text{ g de thymol}$$

Masse de plante de thym à utiliser pour obtenir 1 g de thymol :

100 g de thym	0,33 g de thymol
m de thym	1 g de thymol

$$m_{\text{thym}} = \frac{1 \times 100}{0,33}$$

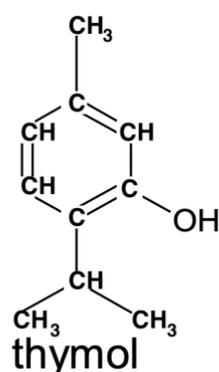
$$m_{\text{thym}} = 303 \text{ g}$$

Ainsi, la masse de plante de thym à utiliser pour obtenir 1 g de thymol vaut près de 300 g.

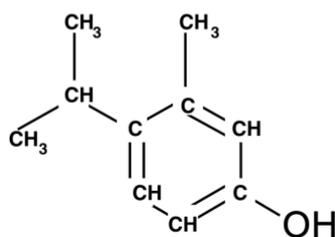
## 2.Synthèse du thymol

**Q7.**

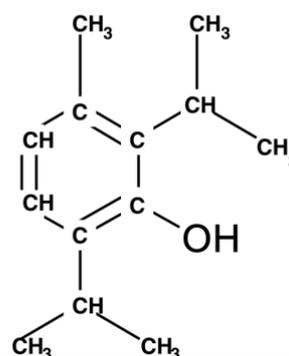
Des isomères ont une formule brute identique et une formule développée différente.



**P2**



**P4**



Formule brute du thymol :  $C_{10}H_{14}O$

Formule brute de P2 :  $C_{10}H_{14}O$

Formule brute de P4 :  $C_{13}H_{20}O$

Le produit secondaire P2 et le thymol ont la même formule brute et une formule développée différente : ce sont des isomères.

Le produit secondaire P4 et le thymol n'ont pas la même formule brute : ce ne sont pas des isomères.

**Q8.**

Un catalyseur est une espèce chimique qui accélère la réaction chimique sans modifier la composition du système à l'état final.

Réduire la température de la synthèse provoque la diminution de la vitesse de la synthèse. Ainsi l'utilisation d'un catalyseur qui accélère la synthèse permet de réduire la température sans que la vitesse globale de la réaction ne diminue.

**Q9.**

Introduire un réactif en excès (ici le propène) permet de déplacer l'équilibre chimique et d'augmenter le rendement de la synthèse.

**Q10.**

Le thymol et le m-crésol ont des températures d'ébullition différentes. Ainsi, ils peuvent a priori être séparés lors de la distillation fractionnée. La température d'ébullition du m-crésol étant inférieure à celle du thymol, on récupérerait en premier le m-crésol.

Molécule	m-crésol	propène	thymol
Formule topologique			
Température d'ébullition (°C)	203	-47,7	233
Masse molaire (g·mol <sup>-1</sup> )	108,1	42,1	150,2
Densité	1,03	-	-

**Q11.**

Le rendement est défini par :

$$\eta = \frac{n_{\text{thymol,exp}}}{n_{\text{thymol,th}}}$$

Or

$$n_{\text{thymol,exp}} = \frac{m_{\text{thymol,exp}}}{M_{\text{thymol}}}$$

D'où

$$\eta = \frac{\frac{m_{\text{thymol,exp}}}{M_{\text{thymol}}}}{n_{\text{thymol,th}}}$$

$$\eta = \frac{m_{\text{thymol,exp}}}{n_{\text{thymol,th}} \times M_{\text{thymol}}}$$

Or

$$n_{\text{thymol,th}} = x_f = \frac{n_{\text{reactif lim}}}{1} = n_{\text{m-cresol}}$$

D'où

$$\eta = \frac{m_{\text{thymol,exp}}}{n_{\text{m-cresol}} \times M_{\text{thymol}}}$$

Or

$$n_{\text{m-cresol}} = \frac{m_{\text{m-cresol}}}{M_{\text{m-cresol}}} = \frac{\rho_{\text{m-cresol}} \times V_{\text{m-cresol}}}{M_{\text{m-cresol}}}$$

D'où

$$\eta = \frac{m_{\text{thymol,exp}}}{\frac{\rho_{\text{m-cresol}} \times V_{\text{m-cresol}}}{M_{\text{m-cresol}}} \times M_{\text{thymol}}}$$

$$\eta = \frac{m_{\text{thymol,exp}} \times M_{\text{m-cresol}}}{\rho_{\text{m-cresol}} \times V_{\text{m-cresol}} \times M_{\text{thymol}}}$$

$$\eta \times V_{\text{m-cresol}} = \frac{m_{\text{thymol,exp}} \times M_{\text{m-cresol}}}{\rho_{\text{m-cresol}} \times M_{\text{thymol}}}$$

$$V_{\text{m-cresol}} = \frac{m_{\text{thymol,exp}} \times M_{\text{m-cresol}}}{\eta \times \rho_{\text{m-cresol}} \times M_{\text{thymol}}}$$

Or

$$\rho_{\text{m-cresol}} = d_{\text{m-cresol}} \times \rho_{\text{eau}}$$

D'où

$$V_{\text{m-cresol}} = \frac{m_{\text{thymol,exp}} \times M_{\text{m-cresol}}}{\eta \times d_{\text{m-cresol}} \times \rho_{\text{eau}} \times M_{\text{thymol}}}$$

$$V_{\text{m-cresol}} = \frac{1,0 \times 108,1}{0,73 \times 1,03 \times 1000 \times 150,2}$$

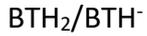
$$V_{\text{m-cresol}} = 9,6 \times 10^{-4} \text{L}$$

$$V_{m\text{-cresol}} = 0,96 \text{ mL}$$

Ainsi, le volume de m-crésol nécessaire pour synthétiser 1,0 g de thymol par le procédé de la figure 3 est inférieur à 1 mL.

**Q12.**

Les couples sont :



Une espèce amphotère est l'acide d'un couple et la base d'un autre :  $\text{BTH}^-$  est l'espèce amphotère.

**Q13.**

$$K_A = \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}} \times c^0}$$

**Q14.**

Lorsque  $[\text{A}^-]_{\text{eq}} = [\text{AH}]_{\text{eq}}$ ,  $\text{pH} = \text{p}K_A$

Graphiquement, lorsque

$[\text{BTH}^-]_{\text{eq}} = [\text{BTH}^{2-}]_{\text{eq}}$ ,  $\text{pH} = 8,8$

Ainsi,  $\text{p}K_A = 8,8$

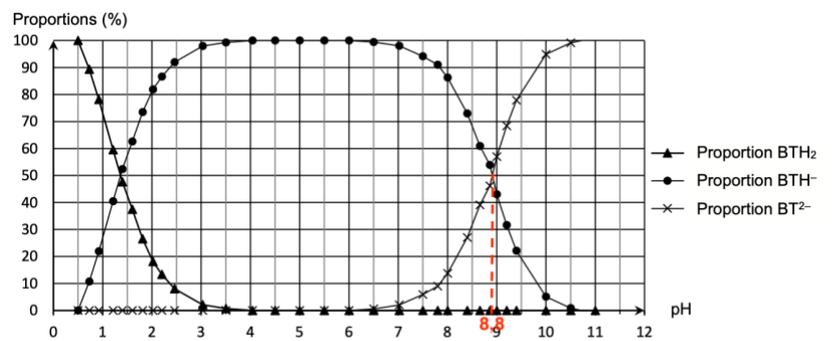


Figure 5. Diagramme de distribution des espèces du bleu de thymol (d'après BUP, mai 2019)

A l'aide la méthode des tangentes parallèles, déterminons le  $\text{pH}_{\text{eq}}$  lors du titrage d'un acide faible par une base forte :

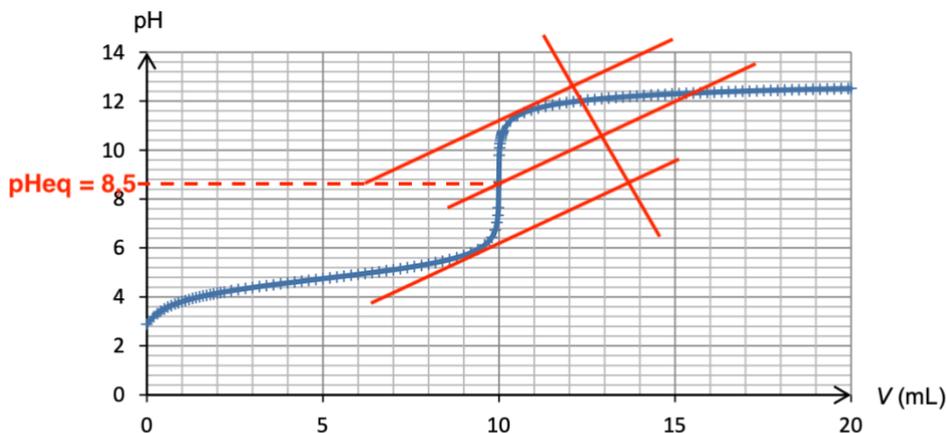


Figure 4. Simulation du titrage de 10,0 mL d'une solution d'un acide faible (acide éthanoïque) de concentration  $0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  par une solution de base forte (hydroxyde de sodium) de concentration  $0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Graphiquement  $\text{pH}_{\text{eq}} = 8,5$ .

Le  $\text{p}K_A = 8,8$  du bleu de thymol à une valeur proche du  $\text{pH}_{\text{eq}}$  : le bleu de thymol est un indicateur coloré adapté à ce dosage.

D'après les données, la phénolphtaléine est un indicateur coloré acide-base passant de l'incolore au rose dans la zone de virage expérimentale de  $\text{pH} [8,2 - 9,9]$ . Le  $\text{p}K_A = 8,8$  du bleu de thymol à une valeur comprise dans la zone de virage de la phénolphthaléine : le bleu de thymol est un indicateur coloré pouvant remplacer la phénolphthaléine.

Lors du dosage on passe de la forme  $BTH^-$  à  $BTH^{2-}$ .  
 Déterminons la couleur de ces deux formes

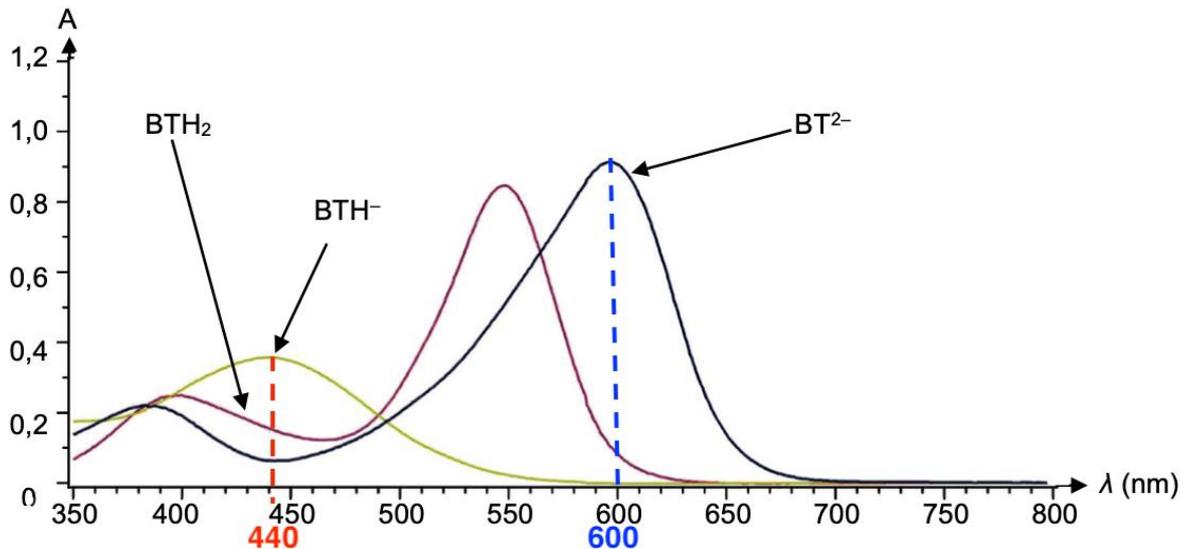


Figure 6. Spectre d'absorption UV-visible des trois formes acide-base du bleu de thymol (d'après BUP, mai 2019)

$\lambda_{\max}(BTH^-) = 440 \text{ nm}$   
 $\lambda_{\max}(BTH^{2-}) = 600 \text{ nm}$

La couleur de la solution est la couleur complémentaire (diamétralement opposée sur le cercle chromatique) à celle absorbée.

$BTH^-$  absorbe le violet il est donc jaune

$BTH^{2-}$  absorbe le orange il est donc bleu.

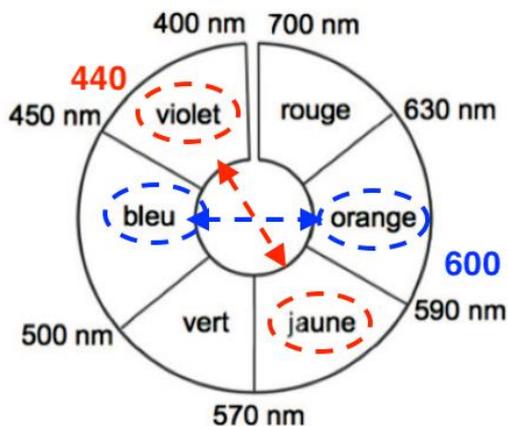


Figure 7. Cercle chromatique.

Ainsi, lors du dosage on passe de la forme  $BTH^-$  à  $BTH^{2-}$  on passe du jaune au bleu.

**Q15.**

Calculons le z-score :

$$z = \frac{|pK_A - pK_{A,ref}|}{u(pK_A)}$$

$$z = \frac{|8,9 - 8,8|}{0,2}$$

$z = 0,5$

Le z-score est inférieur à 2 : la valeur expérimentale obtenue est en accord avec la valeur tabulée.